

Versuche mit den Alkalimetallen

Sicherheitsrelevante Hinweise

Versuche mit Alkalimetallen gehören seit jeher in jeden guten Chemieunterricht. Doch gerade diese Versuche haben in der Vergangenheit immer wieder zu schweren Unfällen geführt. Oftmals waren es folgende Faktoren, die die Unfälle bedingten:

1. Die Verwendung größerer Mengen des Alkalimetalls
2. Die Verwendung von bereits länger gelagerten Alkalimetallen, die eine gefährliche Oxidschicht besaßen
3. Das Zerspringen von verwendeten Glasschalen während der Demonstration

Alle diese brisanten Gefährdungsfaktoren lassen jedoch sich leicht minimieren.

Lithium kann problemlos für einen längeren Zeitraum nach der Anschaffung gelagert werden, da es sich bei seiner Oxidschicht hauptsächlich um ungefährliches Lithiumnitrid handelt.

Natrium sollte sicherheitshalber nicht länger als 10 Jahre gelagert werden. Danach empfiehlt sich die Entsorgung durch vorsichtiges Versetzen des Altnatriums mit 2-Propanol.

Die Lagerung von Kalium ist problematisch. Bereits einige Jahre nach Öffnen eines Gebindes sind trotz Paraffineinschluss des Metalls mittelstarke Oxidschichten zu beobachten. Handelt es sich dabei nun um ungefährliches Kaliumoxid oder brisantes Kaliumperoxid bzw. Hyperoxid, lässt sich nicht ohne weiteres erkennen. Wenn also mit Kalium gearbeitet wird, ist es ratsam, immer kleinere Mengen (ab 25g) zu kaufen und den Kaliumbestand alle zwei bis drei Jahre komplett zu entsorgen und einen neuen zu beziehen. Insgesamt gesehen ist dies jedoch ein großer Aufwand, sodass sich Versuche mit Kalium nicht unbedingt für jede Schule lohnen.

Lithium reagiert noch nicht so stark mit Wasser, dass man ein Springen von Glasschalen befürchten müsste. Natrium ist allerdings sehr leicht in der Lage, Glasgeräte – auch aus hitzebeständigerem Glas – zum Springen zu bringen. Trotz Zugabe von Spülmittel (Verringerung der Oberflächenspannung des Wassers) kann man nicht ausschließen, dass sich Natrium am Glas festsetzt und es somit zur Zerstörung des Glases kommt. Um dies zu verhindern, setzt man einen Ring aus normalem Papier auf die Wasseroberfläche (kein Filterpapier!).

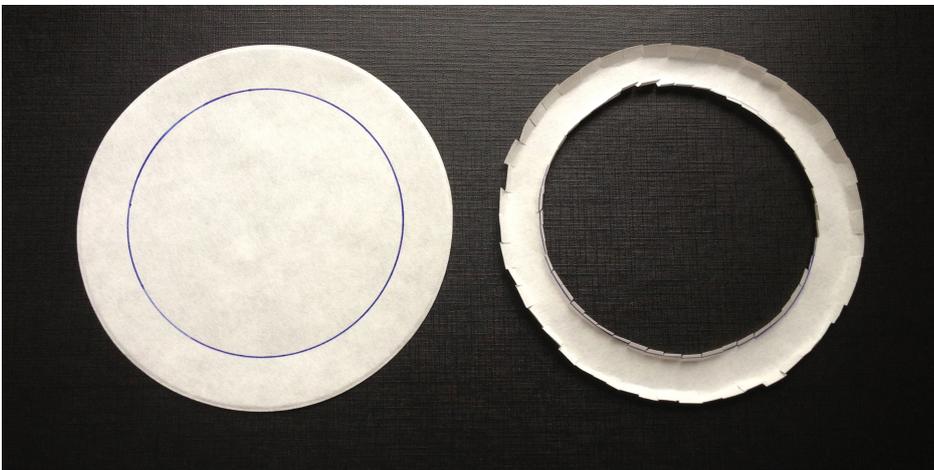


Abb. 1: Papierringe schützen die Glasschale bei der Reaktion von Natrium mit Wasser

Die Herstellung dieses Rings ist recht einfach: Man verwendet ein Filterpapier, das etwa den Durchmesser der verwendeten Glaswanne hat (vgl. Abb. 1). Dann schneidet man mittig einen Kreis aus dem Filterpapier heraus, sodass nur noch ein Kreisring zurückbleibt, der nicht breiter als 3-4 cm sein muss. Im Anschluss daran versieht man den Innendurchmesser nach jedem Zentimeter mit einem kleinen Einschnitt von etwa 0,5 cm und biegt die eingeschnittenen Stellen hoch.

Dasselbe macht man am äußeren Rand des Kreisrings. Es empfiehlt sich, gleich mehrere solcher Filterpapierringe herzustellen und aufzubewahren. Sollen die Versuche mit den Alkalimetallen dann demonstriert werden, legt man einfach einen solchen Ring auf die Wasseroberfläche und kann das Alkalimetall problemlos reagieren lassen. Sollte es jetzt zu einer Festsetzung oder Explosion kommen, ist das Glas sehr gut geschützt.

Didaktischer Kommentar

Die Alkalimetalle gelten geradezu als Musterbeispiel zur Einführung des Themas Elementfamilien des Periodensystems der Elemente. Diese Einführung der Elementfamilien geschieht in der Sekundarstufe I, etwa in der 9. Klasse. Das Verständnis von der Anordnung des Periodensystems ist elementar, denn es erlaubt ein Verknüpfen von chemischen Eigenschaften mit dem Atombau; also dem orbitalen Bau eines Atoms, bzw. der Verteilung der Valenzelektronen auf den Schalen. In diesem Zusammenhang ist es daher sinnvoll, auch auf die verschiedenen Atommodelle – ich denke hierbei insbesondere an den Vergleich der Modelle von John Dalton und Niels Bohr – einzugehen. Die Alkalimetalle besitzen allesamt nur ein einziges Valenzelektron, welches fast ausschließlich ihre hohe Reaktivität begründet. Ihre Affinität zum Oktett, zur Edelgaskonfiguration, ist besonders ausgeprägt. Je mehr Schalen ein Alkalimetall besitzt, desto reaktiver ist es. Dies ist mit der Anziehungskraft des Kerns, in dem sich Protonen (und Neutronen) befinden, zu begründen. Je mehr Schalen ein Atom also besitzt, desto schwächer wird die Anziehungskraft des Atomkerns. So gibt Caesium mit seinen 6 Schalen sein Valenzelektron noch erheblich leichter ab, als es beim Lithium der Fall ist, da der Kern beim Lithium noch eine größere anziehende Wirkung auf das Valenzelektron verübt, da sich Valenzelektron und Kern näher aneinander befinden. In diesem Zusammenhang verweise ich auf die Elektronegativitätswerte (vgl. Abb.2). Es ist durchaus sinnvoll, den Schülern bereits zu diesem Zeitpunkt eine Definition zu geben, was sie unter Elektronegativität zu verstehen haben. Dies kann auf einfache Weise geschehen und sollte nicht zu tief in die Grundlagen des Atombaus bzw. in die physikalischen Hintergründe gehen. So ist es sinnvoll Elektronegativität wie folgt zu definieren: *Die Elektronegativität ist ein relatives Maß dafür, wie stark das Bestreben eines Atoms ist, bindende Elektronenpaare an sich zu ziehen.*

Der Aufwand einer Versuchsreihe zu den Alkalimetallen ist nicht besonders hoch, darum ist hier noch einmal dringlich darauf hinzuweisen, zumindest einige der Versuche live vorzuführen. Hierbei denke ich vor allem an die Demonstration der abnehmenden Härte der Metalle und der Reaktion von Natrium mit Wasser. Auch der abnehmende Schmelzpunkt der Metalle ist beachtlich. Steht Caesium zur Verfügung, kann dies alleine durch Handwärme zum Schmelzen gebracht werden.

Element	Schmelzpunkt	Siedepunkt	Atommasse	Dichte (g/cm ³)	Mohshärte	Elektronegativität (nach Pauling)
Lithium	180,54 °C	1342 °C	6,941 u	0,53	0,6	0,98
Natrium	97,72 °C	883 °C	22,990 u	0,97	0,5	0,93
Kalium	63,38 °C	759 °C	39,098 u	0,89	0,4	0,82
Rubidium	39,31 °C	688 °C	85,468 u	1,53	0,3	0,82
Caesium	28,44 °C	671 °C	132,90 u	1,93	0,2	0,79

Abb. 2: Physikalische Eigenschaften der Alkalimetalle

Bei der Durchführung der Versuche ist es zwingend erforderlich mit kleinen Mengen zu arbeiten. So eindrucksvoll es auch sein mag, eine Natriumexplosion „live“ zu demonstrieren, die Folgen können – sowohl für die Schüler, als auch für den Lehrkörper – fatal sein. Andererseits ist auch davon abzuraten, den Schülern durch über vorsichtiges Vorgehen, realitätsfremde Eindrücke zu vermitteln. Dies geschieht vor allem dann, wenn extrem kleine Mengen verwendet werden. Ich denke in diesem Zusammenhang an die Reaktion von Natrium mit Wasser. Verwendet man hier ein nur stecknadelgroßes Stück Natrium, so ist eigentlich kaum etwas von der eigentlichen Reaktion zu beobachten. Dies nimmt den Schülern die Faszination für das „Live-Experiment“.

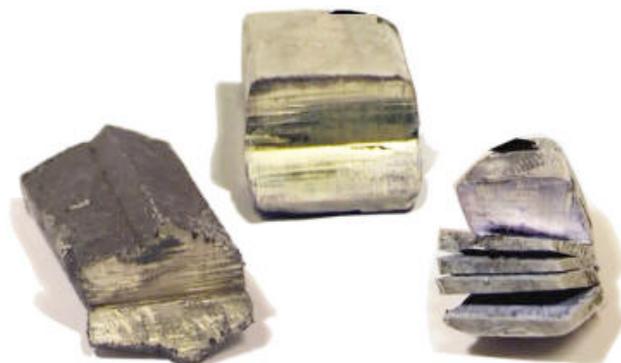


Abb. 3: Schnittstellen der Alkalimetalle

Eine didaktische Herangehensweise zur Einführung der Alkalimetalle im Chemieunterricht kann leicht durch folgende Frage gegeben sein: „Nennt mir ein paar Natriumverbindungen aus dem Haushalt!“. Mit dieser unscheinbaren Frage räumt man noch einmal mit der Vorstellung auf, dass das Verhalten von Atomen und Ionen ähnlich sein müsse. Dies findet sich vor allem in den unteren Chemiejahrgängen. So werden die Schüler höchstwahrscheinlich – vielleicht mit ein wenig Unterstützung – auf einige Natriumverbindungen, wie das Natriumchlorid, das Natriumhydroxid bzw. die Natronlauge kommen. Wird dann die Reaktion von Natrium mit Wasser gezeigt, wird noch einmal klar: Natrium besteht aus Atomen, deren Eigenschaften nicht identisch sind, mit dem chemisch gebundenen Natrium-Ion im Kochsalz.

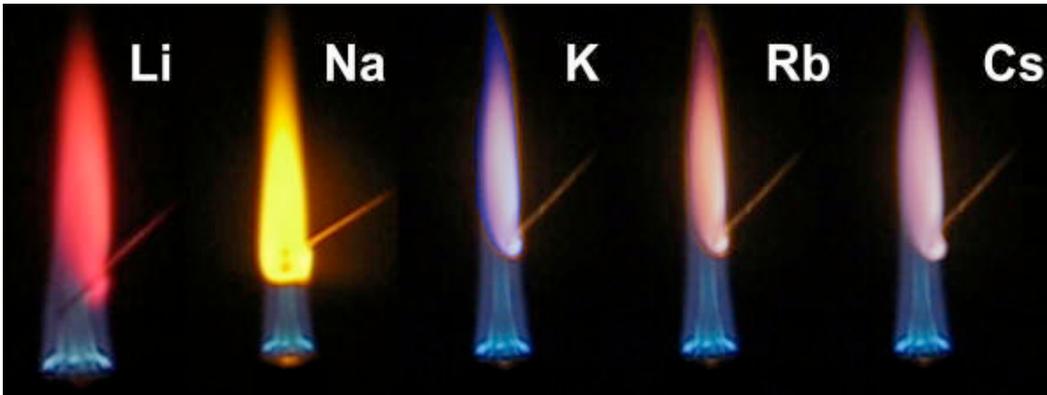


Abb. 4: Die Flammenfärbung der Alkalimetalle

Als letzter Punkt wäre die alkalische Reaktion der Alkalimetalle zu nennen. Wurden Säuren und Laugen bereits vorher oberflächlich thematisiert (je nach Lehrplan bzw. eigener Unterrichtsgestaltung), so kann die Frage in den Raum geworden werden: „Die Alkalimetalle reagieren alkalisch. Was bedeutet das?“. Um den Schülern die Beantwortung zu erleichtern, sollte die Reaktion der Alkalimetalle mit Wasser immer unter Zugabe von Phenolphthalein durchgeführt werden. Mitunter ist es sinnvoll noch einmal zu thematisieren, was ein Farbumschlag dieses Indikators aussagt. Zu diesem Zeitpunkt ist es ausreichend, auf den Zusammenhang von Hydroxid-Ionen und dem pH-Wert hinzuweisen, Berechnungen sind nicht vorgesehen.

Verfasser: Christian Firneis

Didaktische Medien für den
Naturwissenschaftlichen Unterricht